Exercice N°1 :

L'acide chlorhydrique réagi avec le zinc en donnant du dihydrogène et une solution aqueuse de chlorure de zinc.

$$2\,H_3O^+ + 2\,Cl^- + Zn \longrightarrow H_2 + (Zn^{2+} + 2\,Cl^-) + 2\,H_2O$$

A la date **t=0s,** on introduit une masse m=1,0g de zinc en poudre dans un ballon contenant **v= 40mL** d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_a**=0,50 mol.L^{-1}**. On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on en mesure son volume V.

1°) Dresser le tableau d'avancement et en déduire l'avancement maximal

2°) Le volume molaire du gaz lors de l'expérience étant V_m=24L.mol^{-1}, déterminer la concentration C de la solution en ion Zn^{2+} lorsque le volume de gaz est **V=0,103L**.

3°)Déterminer la concentration finale des ions Zn^{2+} en fin de la réaction et calculer la masse du zinc restant.

On donne : **M(Zn)= 65,4g.mol^{-1}**

Exercice N°2 :

On étudie la cinétique de l'oxydation des ions iodure par les ions péroxodisulfate suivant l'équation :

$$S_2O_8^{2-} + 2\,I^- \longrightarrow I_2 + 2.SO_4^{2-} \quad (1)$$

Cette transformation lente produit du diiode dont la présence sera décelée par la coloration bleue de l'empois d'amidon servant d'indicateur.

Dans le milieu réactionnel, en plus des ions précités, existent en quantité connue et limitée des ions thiosulfate $S_2O_8^{2-}$ qui réagissent avec le diiode au fur et à mesure de sa formation suivant l'équation :

$$2.S_2O_3^{2-} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2\,I^- \quad (2)$$

La transformation associée et totale et très rapide, elle régénère les ions I^-.

On réalise l'expérience suivante :

Dans un bécher, on verse :

- Un volume V_T= 1mL d'une solution aqueuse (T) de thiosulfate de potassium de concentration **C=1mol.L^{-1}** ;
- Deux gouttes d'empois d'amidon ;
- Une solution aqueuse d'iodure de potassium (apportant des ions iodures en excès) pour obtenir en tout **160mL** de solution.

A la date **t=0s**, on ajoute **40mL** de solution de péroxodisulfate de sodium de concentration égale à **0,1mol.L^{-1}**. Le volume de solution totale est alors de **200mL**.

A la date t_1**=52s**, l'empois d'amidon se colore en bleu, instantanément, on ajoute à nouveau un volume V_T**=1mL** de la solution (T). La coloration bleue disparaît alors et à la date t_2**=115s**, elle réapparaît.

1°) La réaction **(1)** démarre à **t=0s**, pourquoi la teinte bleue ne se manifeste-t-elle qu'à t_1 ?